chapitre V

La liaison chimique

I/ Introduction :

- Le plus souvent, les atomes s'associent entre eux pour former des molécules, mais on rencontre très rarement des atomes à l'état isolé (gaz rares = gaz monoatomique)

- Le passage spontané de l'état atomique à l'état de corps composés . entraine ? un réarrangement de la structure électronique. En général, tout système évolue vers l'état qui minimise son énergie globale, c'est à dire que l'energie de la molécule formée est inferieure à la somme des energies des atomes isolés.

- Les molécules sont donc des assemblages d'atomes liés par des liaisons chimiques. Ce sont les e- les plus externes(e^- de valence) qui vont former la liaison.

- Les e^- du coeurs sont très fortement attirés par le noyau, ils ne contribuent pas à l'établissement des liaisons chimiques.

2°/ Les types de liaison chimique

a) La liaison ionique :

. C'est 1 liaison entre un élément électropositif (prêt à ceder des e-) et un élément électronégatif (prêt à capter des e-) La différence d'électronegativité entre les éléments assurant la liaison doit être superieur à 1,6 sur l'echelle de Paulling.

$$\Delta \chi = \chi(X) - \chi(M) > 1,6$$

Exemple

association d'1 atome alcalin M et d'1 atome halogène X

MX : M = Na ; X = Cl

Na : Z = 11 ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Cl : Z = 17 , $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

exosup.com
ETUSUP .com
page facebook

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$$

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$$

- Il ya donc un transfert d'un e- de Na vers Cl le composé formé s'écrit alors Na^+Cl^-.

$$\Delta x = x(Cl) - x(Na) = 3 - 0,9 = 2,1 > 1,6$$

b). <u>Liaison métallique:</u>

- C'est 1 liaison entre 2 atomes électropositifs. Ces éléments ont tendance à perdre les e- pour former des cations. En absence de capteur, les e- vont former un nuage électronique circulant autour d'un édifice d'ions positifs et assurant la liaison.

<u>Exemple:</u> Metal Na (Na-Na)

Aliage Cu-Au (Au_3Cu)

c) <u>La liaison covalente:</u>

- c'est une liaison entre deux élément électronigatif dont la différence d'electronégativité est faible. les 2 atomes auront tendance à attirer les e-, la liaison se fera alors par la mise en commun d'un certains nombre d'e-.
- la liaison se situe entre les 2 atomes.

$$\cdot A^{\circ} + .B \longrightarrow A \vdots B \quad \text{ou} \quad A - B$$

<u>Exemple</u>

- H_2, F_2, Cl_2.

3°/ <u>Etude de la liaison covalente:</u>

a) <u>théorie de Lewis:</u>

- Cette théorie est fondée sur 3 notions fondamentales.

i) seuls les e- de la couche électronique externe participent à la formation de la liaison.

<u>Exemple:</u> C: $1s^2 2s^2 2p^2$

exosup.com
ETUSUP.com
page facebook

- Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.   - O : $1s^2 2s^2 2p^4$.

ii) - Les gaz rares ont leur couche externe saturré $1s^2$ pour l'He et $ns^2 np^6$ pour les autres, ils sont donc inertes chimiquement et trés stable. Cette stabilité est liée à la conf. élect saturée.

Donc les atomes dans une molécule covalente ont tendance à aquerir la con. élect des gaz rares, c à d saturer leur couche externe à 8e-, C'est la régle de l'octet.

iii) - Il y a deux types de liaisons covalentes.

* <u>liaison covalente normale</u> :

• chaque atome formi 1e- pour la mise en commun d'un doublet éléctronique.

<u>Exemple</u> :

* H_2. H (Z=1) : $1s^1$

.H• •.H → H:H . ou H—H.

* F_2 F (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$ [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

:F̤̈• ↔ •F̤̈: ⟶ :F̤̈:F̤̈: |F̅—F̅|

* NH_3 : N (Z=7) : $1s^2 2s^2 2p^3$. et .H (Z=1) : $1s^1$.

H•.•N̈•.•H (avec •H en dessous) ⟶ H:N̈:H (avec :H en dessous) ou H — N̅ — H (avec | H en dessous).

* N_2 : N (Z=7) : $1s^2 2s^2 2p^3$.

:N⋮⋮N: ⟶ :N⋮N: ou |N≡N|.

* H_2O : O (Z=8) : $1s^2 2s^2 2p^4$. et .H (Z=1) $1s^1$.

.H• •Ö• •H ⟶ H:Ö:H . ou . H—O̅—H.

* O_2

⟨O = O⟩   Ces représentations s'appellent :

<u>diagramenes de Lewis</u>

- Liaison covalentes de coordinences ou (dative).

• L'un des atomes, le donneur B, fournit les 2e- (doublet)

exosup.com   page facebook

de la liaison, l'autre atome A accepteur n et enjeu un orbitale atomique de valence libre.

$$A\square + :B \longrightarrow A:B \quad \text{ou} \quad A-B.$$

• Ce type de liaison est représenter par une flèche dirigée de l'atome donneur vers l'atome accepteur $A \leftarrow B$.

• <u>Exemple</u>:

• HCl : $H^+\square + Cl^- \longrightarrow H-\overline{\underline{Cl}}|$

* Formation de l'ion Ammonium NH_4^+ :

$$H-\overset{H}{\underset{H}{N}}: + \square H^+ \longrightarrow [H-\overset{H}{\underset{H}{N}}-H].$$

<u>Notion de valence, atome excité</u> :

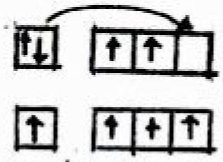
• On appelle valence, le nombre de liaison qu'un élément peut former. Théoriquement la valence est égale au nombre d'e- célébataire de l'atome.

• Dans certains cas le nombre de liaison est superieure au nbre d'e- célibataire de l'atome. à l'état fondamental.

• <u>Exemple</u> :

• CH_4 : $H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$.

C (Z = 6) $1s^2 2s^2 2p^2$



. 2e- célebataire E.F.

. 4e- " E.F.

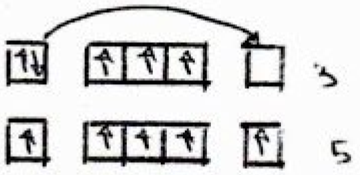
• Il faut donc tenir compte des états excités.

• <u>Exemples</u> :

• P (Z = 15) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$.

• S (Z = 16) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.

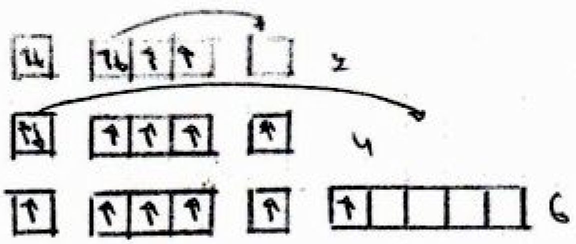
	Valence	Exemple
P	3	PCl_3
	5	PCl_5



exosup.com

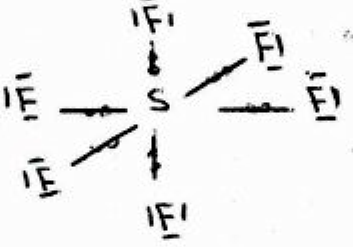
ETUSUP .com page facebook

	Valence	Exemple
S	2	H_2S
	4	SF_4
	6	SF_6

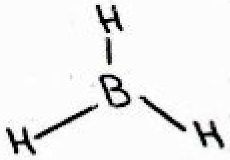


Remarque:

• La règle de l'état de l'octet n'est tjs réspéctée.



• 12 e⁻ entour le S > 8.



• 6 e⁻ entour le B < 8.

Conclusion:

• La théorie de Lewis est mise en défaut chaque fois que la règle de l'octet n'est pas respectée.

• Elle ne connait que les liaisons simple, double ou triple, elle est donc mal adapte à la description des structures intermidiares comme celle du benzéne.

• D'autre part la théorie de Lewis n'apporte aucune information sur l'orientation géométrique de la liaison et ni la conception de la liaison covalente est mise en defaut par l'éxistence de H_2^+, liaison à 1 seul e⁻.

• D'où les nécéssité de la conception d'1 nouveau modele basé sur la Théorie des orbitales moléculaires.

exosup.com
ETUSUP.com
page facebook

ETUSUP.com

Programmation
Cours
Informatique
Optique
Chimie
Algébre
Travaux Pratiques
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Corrigés
Diapo
Mathématiques
Livres
Exercices
Contrôles Continus
Langues
MTU
Mécanique
Thermodynamique
Multimedia
Divers
Economie
Travaux Dirigés
Droit
Chimie Organique

et encore plus..

exosup.com

page facebook